

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
Волинський національний університет імені Лесі Українки
Факультет хімії та екології
Кафедра неорганічної та фізичної хімії

СИЛАБУС

нормативного освітнього компонента

НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

підготовки бакалавра

галузі знань 01«Освіта»/ Педагогіка

спеціальності 014 Середня освіта (Природничі науки)

освітньо-професійної програми Середня освіта. Природничі науки

Луцьк – 2024

Силабус освітнього компонента «Неорганічна хімія» підготовки бакалавра, галузі знань 01 Освіта/Педагогіка, спеціальності 014 Середня освіта (Природничні науки), за освітньою програмою Середня освіта. Природничні науки.

Розробник: Смітюх О.В., кандидат хімічних наук, старший викладач кафедри неорганічної та фізичної хімії

Погоджено

Гарант освітньо-професійної програми:



Іванців О.Я.

Силабус освітнього компонента затверджено на засіданні кафедри неорганічної та фізичної хімії

протокол № 2 від 16 вересня 2024 р.

Завідувач кафедри,

доктор хімічних наук, професор



Гулай Л.Д.

I. Опис освітнього компонента

Таблиця 1

Найменування показників	Галузь знань, спеціальність, освітня програма, освітній рівень	Характеристика освітнього компонента
Форма навчання: заочна	01 Освіта/Педагогіка, 014 Середня освіта (Природничні науки), Середня освіта. Природничні науки, Бакалавр	Нормативна
Кількість годин/кредитів: 150/5		Рік навчання_1-ий
		Семестр_1-ий
		Лекції: 10 год.
ІНДЗ: немає		Практичні (семінарські) – Лабораторні: 6 год.
		Індивідуальні – Самостійна робота: 116 год.
		Консультації: 18 год.
	Форма контролю: екзамен	
Мова навчання: українська		

II. Інформація про викладачів

Прізвище, ім'я та по батькові	Смітюх Олександр Вікторович
Науковий ступінь	кандидат хімічних наук
Вчене звання	—
Посада	старший викладач кафедри неорганічної та фізичної хімії
Контактна інформація	Smitiukh.Oleksandr@vnu.edu.ua
Дні занять	http://94.130.69.82/cgi-bin/timetable.cgi?n=700

III. Опис освітнього компонента

1. Анотація освітнього компонента

Неорганічна хімія – одна із фундаментальних дисциплін у системі вищої хімічної освіти, яка починає підготовку фахівця – вчителя з природничих наук. Знання теоретичних основ неорганічної хімії необхідні для глибшого вивчення аналітичної, фізичної, колоїдної, органічної, кристалохімії тощо. Вона вивчає взаємозв'язок хімічних процесів та явищ, що їх супроводжують, встановлює закономірності між хімічним складом, будовою речовин та їх властивостями, встановлює ймовірність перебігу і напрямленість хімічних реакцій із залученням елементів термодинаміки та кінетики, вивчає особливості взаємодії в розчинах, визначає функцію речовин у кислотно–основних та окисно–відновних процесах тощо. Вивчає

властивості різних класів речовин, неметалів та металів. Під час засвоєння даної дисципліни у студентів розвивається діалектичне мислення, здатність аналізувати явища та процеси, формується світогляд, розширюються й поглиблюються наукові уявлення про матерію, будову хімічних елементів, хімічний зв'язок.

2. Пререквізити: хімія, фізика і математика в об'ємі програми середньої школи

Постреквізити: органічна хімія, методика навчання хімії, новітні досягнення сучасної хімії, навчальна (інструментальні методи аналізу) практика.

Уміння і навички, що здобуваються в процесі вивчення цієї дисципліни: застосовувати теоретичні положення при розгляді класів речовин і конкретних сполук, розкриваючи залежність властивостей речовин від їхньої будови; застосовувати хімічні формули; розділяти основні типи хімічних реакцій; розв'язувати задачі при вивченні хімічної термодинаміки, хімічної кінетики, на основі знання теорії будови речовини і періодичного закону, періодичної системи елементів Д.І. Менделєєва і теорії розчинів, розв'язувати комбіновані задачі; записувати рівняння гідролізу солей, електролітичної дисоціації; визначати рН середовища, проводити титрування; визначати наявні в розчині катіони, аніони; здійснювати перетворення, що відображають взаємозв'язок сполук в неорганічній та органічній хімії; проводити препаративні процедури в пробірках, з використанням хімічного посуду; готувати розчини різного способу вираження концентрацій і встановлювати концентрацію розчинів. Пояснювати спостереження.

3. Мета освітнього компонента: 1) загально-виховна і розвиваюча функції, що полягають у формуванні наукового світогляду і моральних якостей студента, у розвитку сучасних форм теоретичного мислення, у здатності аналізувати явища; 2) практична функція, що пов'язана із засвоєнням провідних ідей, понять і законів хімії, з формуванням умінь і навичок для застосування хімічних законів і процесів, використання хімічних речовин і матеріалів у сучасній техніці.

Основними завданнями вивчення освітнього компонента є: розвинути у студентів хімічне мислення і діалектичний світогляд; домогтись твердого засвоєння основних теорій і законів загальної хімії; навчити студентів виявляти закономірності у подібності та відмінностях властивостей простих і складних речовин; навчити студентів поводитись і працювати у хімічній лабораторії, засвоїти правила техніки безпеки; виробити у студентів навички хімічного експерименту; навчити студентів співставляти теоретично набуті знання з експериментально одержаними; навчити студентів розв'язувати хімічні задачі з усіх розділів курсу; показати взаємозв'язок неорганічної хімії з виробництвом, побутом, живою та неживою природою.

4. Результати навчання (Компетентності)

Інтегральна компетентність:

Здатність розв'язувати складні задачі і проблеми у професійній сфері при здійсненні педагогічної діяльності або у процесі навчання, що передбачає проведення досліджень та/або здійснення інновацій, які характеризуються невизначеністю умов і вимог.

Загальні компетентності

ЗК8. Здатність працювати автономно та в команді, оцінювати, забезпечувати якість виконаних робіт та приймати обґрунтовані рішення.

ЗК10. Здатність до використання сучасних інформаційних технологій у професійній діяльності.

Фахові компетентності

ФК 1. Здатність оперувати сучасною термінологією та новітніми досягненнями, науковими поняттями, законами, концепціями, вченнями і теоріями природничих наук, фізики, хімії, біології.

ФК 2. Здатність використовувати знання й практичні навички з природничих наук для дослідження різних рівнів організації живих організмів, природних явищ і процесів.

ФК 3. Здатність розкривати структуру природничих наук для формування наукової картини світу, демонструвати знання будови, функцій та процесів життєдіяльності, систематики, методів виявлення та ідентифікації живих організмів, природних явищ та процесів.

ФК 4. Здатність формувати уміння розв'язувати задачі біологічного, географічного, хімічного та фізичного змісту та експериментальні вміння і навички.

ФК 6. Здатність розуміти зміст основних законів природи, які є основою сучасного природознавства і дозволяють розуміти більшість закономірностей.

ФК 9. Здатність застосовувати набуті знання з предметної галузі, сучасних освітніх методик і технологій для формування в учнів ключових і предметних компетентностей відповідно до особливостей шкільного інтегрованого курсу «Природничі науки».

Програмні результати навчання

ПРН 7. Володіння вміннями застосовувати понятійний, термінологічний апарат, теоретичні та практичні досягнення природничих наук, що дозволяє інтерпретувати природні та економічні явища та процеси, порівнювати різні теорії та концепції природничих наук.

ПРН 8. Володіння навичками застосовувати сучасні методики і технології, в тому числі й інформаційні, для формування в учнів ключових і предметних компетентностей та забезпечення якості навчально-виховного процесу.

ПРН 12. Володіння практичними методами при вивченні природничих наук, уміннями планувати навчальну діяльність, розробляти та ставити експерименти, збирати матеріал, аналізувати та перевіряти гіпотези.

ПРН 13. Володіння уміннями характеризувати природні системи, явища та процеси, в умовах збалансованого природокористування та охорони природи.

ПРН 15. Володіння знаннями з теоретичних основ курсів природничих дисциплін основної та старшої школи, з метою формування в учнів цілісної картини світу.

5. Структура освітнього компонента

Таблиця 2

Назви змістових модулів і тем	Усього	Лек.	Лаб.	Сам. роб.	Конс.	*Форма контролю / Бали
Змістовий модуль 1. Основні поняття та закони хімії. Класи неорганічних сполук						
Тема 1. Класифікація неорганічних сполук. Комплексні сполуки Тема 2. Основні поняття та закони хімії. Закони газуватого стану Тема 3. Загальна характеристика хімічного зв'язку. Ковалентний хімічний зв'язок	48	3	2	37	6	УО5/РЗ/5
Разом за змістовим модулем 1	48	3	2	37	6	10
Змістовий модуль 2. Закономірності перебігу хімічних реакцій. Дисперсні системи						
Тема 4. Основи хімічної термодинаміки. Хімічна кінетика. Хімічна рівновага Тема 5. Класифікація дисперсних систем. Розчини. Тема 6. Колігативні властивості розчинів. Властивості розчинів електролітів.	48	3	2	37	6	УО/5РЗ/10
Разом за змістовим модулем 2	48	3	2	37	6	15
Змістовий модуль 3. Хімічні властивості елементів						
Тема 7. Властивості р-елементів періодичної системи Властивості неметалів IV-VII груп Тема 8. Властивості s-елементів періодичної системи Тема 9. Властивості d-елементів періодичної системи	54	4	2	42	6	УО/5/РЗ/10
Разом за змістовим модулем	31	4	2	37	6	15

3						
Разом за семестр	150	10	6	116	18	40
Модульна контрольна робота						60

УО - усне опитування, РЗ - розв'язування задач

ТЕМИ ЛАБОРАТОРНИХ ЗАНЯТЬ

№ з/п	Тема	К-ть год.
1	Ознайомлення з лабораторією. Техніка безпеки. Класи неорганічних сполук	2
2	Властивості неметалів IV-VII груп	2
3	Властивості s-елементів періодичної системи	2
Разом за семестр		6

6. Завдання для самостійного опрацювання

Здобувачі освіти повинні ознайомитися з матеріалами вказаних тем за підручниками і зробити короткий конспект.

Питання на самостійне опрацювання	К-ть год.
Тема 1. Номенклатура неорганічних сполук. Методи одержання.	6
Тема 2. Атомно-молекулярна теорія.	10
Тема 3. Агрегатні стани речовини. Методи визначення атомних та молекулярних мас	10
Тема 4. Історичні моделі будови атома	10
Тема 5. Будова періодичної системи Д.І. Менделєєва. Закономірності властивостей елементів	10
Тема 6. Властивості взаємодіючих атомів. Валентність	10
Тема 7. Механізми утворення ковалентного зв'язку	10
Тема 8. Водневий зв'язок	5
Тема 9. Класифікація та механізми хімічних реакцій	10
Тема 10. Фактори, що впливають на швидкість хімічної реакції. Каталіз та каталізатор	10
Тема 11. Типи дисперсних систем. Класифікація розчинів за різними ознаками. Електролітична дисоціація.	10
Тема 12. Електрохімічний ряд напруг металів. Корозія металів	10
Тема 13. Типи окисно-відновних реакцій	5
Разом	116

IV. Політика оцінювання

Для одержання високого рейтингу необхідно виконувати наступні умови:

- не пропускати навчальні заняття, не спізнюватися на них та не займатися сторонніми справами на заняттях;
- чітко й вчасно виконувати навчальні завдання та завдання для самостійної роботи;

- виключати мобільний телефон під час занять і під час контролю знань;
- брати участь у контрольних заходах (поточний, підсумковий та контроль самостійної роботи).

За об'єктивних причин (наприклад, хвороба, тренінги) навчання може відбуватись в он-лайн формі (змішана форма навчання) за погодженням із деканатом .

РОЗПОДІЛ БАЛІВ

Поточний контроль (мах = 40 балів)									Підсумковий контроль іспит (мах = 60 балів)	Загальн а кількіст ь балів
Змістовий модуль 1			Змістовий модуль 2			Змістовий модуль 2				
T1	T2	T3	T4	T5	T6	T7	T8	T9		
2	4	4	5	5	5	5	5	5	60	100

Поточний контроль проводиться у вигляді усного або письмового опитування.

Теоретична підготовка оцінюється за такими критеріями:

1 бал – відповідь поверхнева на основі прочитаної лекції; відповідь хаотична, фрагментарна; відтворення завченого матеріалу без усвідомлення його суті; розуміння і розкриття лише окремих позицій.

2 бали – відповідь послідовна, недостатньо структурована; роз'яснення переважної кількості позицій (без виділення основних позицій); використання тексту лекції та одного підручника.

3 бали – відповідь логічна, чітка, структурована; використання тексту лекції та одного підручника.

4 - відповідь логічна, чітка, структурована;

5 - глибоке розуміння матеріалу, яке включає узагальнені, систематизовані позиції; побудована на основі матеріалу лекції та кількох підручників.

Тема може бути оцінена, якщо студент виконав всі завдання, своєчасно оформив роботу, зробив висновки. Максимальна оцінка за практичну і теоретичну підготовку на одному занятті, включаючи самостійну роботу – *5, 4 або 2* (див. табл. 3). Загалом за всі теми – *40 балів*.

Політика щодо академічної доброчесності

Викладач і студент мають дотримуватись ст. 36 Закону України «Про освіту». Дотримання академічної доброчесності науково- педагогічними працівниками передбачає:

– самостійне виконання навчальних завдань, завдань поточного та підсумкового контролю результатів;

- посилання на джерела інформації у разі використання ідей, тверджень, відомостей;
- дотримання норм законодавства про авторське право;
- надання достовірної інформації про результати власної навчальної й наукової діяльності.

Неформальна освіта при викладанні дисципліни

Визнання результатів навчання, отриманих у неформальній освіті здійснюється відповідно до «Положення про визнання результатів навчання, отриманих у формальній, неформальній та/або інформальній освіті у Волинському національному університеті імені Лесі Українки». Рекомендовані платформи для проходження навчання у неформальній освіті: <https://naurok.com.ua/upgrade>, <https://rozumschool.com/>, <https://wordwall.net> та інші. За умови підтвердження, що зміст майстер-класів (семінарів, курсів тощо) відповідає темам курсу, сертифікати участі в них (або інші підтверджуючі документи) будуть достатньою підставою для зарахування відповідних тем.

Дуальна освіта при викладанні дисципліни

За умови, якщо студент виконує навчальний план за дуальною формою здобуття професійної освіти, йому можуть бути зараховані окремі теми відповідно до положення «Про підготовку студентів у ВДУ з використанням елементів дуальної форми здобуття освіти»: https://ed.vnu.edu.ua/wp-content/uploads/2020/11/12_Положення_про_дуал_ну_освіту_ред.pdf

Політика щодо дедлайнів та перескладання

Студенти зобов'язані дотримуватися термінів, визначених для виконання усіх видів письмових робіт, передбачених курсом. Роботи, які здаються із порушенням термінів без поважних причин, оцінюються на нижчу оцінку (до - 25 %). Перескладання відбувається із дозволу деканату за наявності підтверджених поважних причин.

Шкала оцінювання

Таблиця 4

Оцінка в балах за всі види навчальної діяльності	Оцінка
	Для іспиту
90 – 100	Відмінно
82 – 89	Дуже добре
75 - 81	Добре
67 -74	Задовільно
60 - 66	Достатньо
1 – 59	Незадовільно

V. Підсумковий контроль

Підсумковий контроль – екзамен. Оцінювання знань студентів здійснюється за результатами письмового екзамену.

У випадку незадовільної підсумкової оцінки, або за бажання підвищити рейтинг, студент складає екзамен у формі *усного опитування*. При цьому на іспит виноситься *60 балів*. У відомості та індивідуальному навчальному плані здобувача освіти робиться відповідний запис.

Перелік питань для підготовки

1. Атомно-молекулярне вчення та основні хімічні закони.
2. Закон еквівалентів. Закони стехіометрії. Сполуки змінного та постійного складу.
3. Закони ідеальних газів. Реальні гази.
4. Агрегатні стани речовини. Найважливіші особливості та ознаки агрегатних станів.
5. Кінетична теорія газів. Розподіл Максвелла – Больцмана.
6. Ізохорні та ізобарні процеси, зміна внутрішньої енергії системи, зв'язок її з ентальпією системи. Перший закон термодинаміки.
7. Закони термохімії. Стандартні ентальпії утворення та згоряння.
8. Ентропія. Другий закон термодинаміки.
9. Імовірнісне та енергетичне трактування ентропії. Зміни ентропії при різних процесах.
10. Вільні енергії Гіббса та Гельмгольца. Взаємозв'язок термодинамічних функцій. Співвідношення ентальпійного та ентропійного факторів при визначенні напрямку процесу.
11. Поняття швидкості хімічних реакцій для гомогенних та гетерогенних систем. Середня та істинна швидкість реакції.
12. Закон діючих мас. Константа швидкості та її фізичний зміст. Порядок та молекулярність реакції. Розмірність константи швидкості для реакцій різних порядків.
13. Вплив тиску та температури на швидкість хімічних реакцій. Температурний показник швидкості.
14. Енергія активації та її зв'язок з константою швидкості. Рівняння Арреніуса. Стеричний фактор.
15. Поняття каталізатора і каталізу. Гомогенний та гетерогенний каталіз. Специфічність каталітичних реакцій. Механізм дії каталізатора.
16. Хімічна рівновага. Константа рівноваги та її зв'язок з термодинамічними функціями.
17. Зміщення хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє. Приклади його застосування.
18. Класифікація та механізми хімічних реакцій.
19. Дисперсні системи. Розчини. Класифікації розчинів за різними ознаками.
20. Способи вираження концентрації розчинів та переведення їх одна в одну. Правило "павука".
21. Розчинність речовин. Залежність розчинності від різних факторів.
22. Розчинність газів у рідинах. Закон Генрі – Дальтона, висновки з нього. Закон розподілу. Відхилення від законів Рауля та Генрі.
23. Діаграма стану води. Правило фаз Гіббса. Приклади застосування.
24. Колігативні властивості розчинів. Визначення молекулярних мас речовин за цими властивостями.
25. Електроліти. Теорія електролітичної дисоціації. Ізотонічний коефіцієнт.

26. Ступінь та константа дисоціації. Ступінчаста дисоціація. Взаємозв'язок ізотонічного коефіцієнту із ступенем дисоціації.
27. Сильні електроліти. Уявний ступінь дисоціації. Іонна сила розчину. Активність та коефіцієнт активності.
28. Характер дисоціації гідроксидів. Зміна характеру дисоціації гідроксидів у періодах та підгрупах.
29. Іонні рівноваги: водневий показник, добуток розчинності, обмінні реакції в розчинах. Буферні суміші.
30. Гідроліз солей. Типи гідролізу. Вплив різних факторів на гідроліз. Константа і ступінь гідролізу. Розрахунок рН при гідролізі.
31. Огляд теорій кислот та основ.
32. Основні класи неорганічних сполук.
33. Подвійний електричний шар. Електродні потенціали. Рівновага метал – вода, метал – розчин солі.
34. Ряд активності металів. Стандартний водневий електрод.
35. Рівняння Нернста. Електрорушійна сила. Її зв'язок з енергією Гіббса та константою рівноваги. Можливість протікання окисно-відновних процесів.
36. Гальванічні елементи. Електрорушійна сила.
37. Потенціал іонізації, спорідненість до електрона, електронегативність. Їх зміна по періодах і групах.
38. Електроліз. Закони електролізу. Електрохімічний еквівалент. Застосування електролізу.
39. Катодні та анодні процеси при електролізі водних розчинів електролітів. Електроліз з активними електродами.
40. Корозія металів та способи захисту від неї.
41. Процеси окиснення та відновлення. Найважливіші окисники та відновники. Способи урівнювання окисно-відновних рівнянь реакцій.
42. Реакції із зміною ступеня окислення. Типи ОВР. Можливість їх протікання.
43. Історичні моделі будови атома. Досліди Резерфорда. Атомні спектри. Рівняння Рідберга.
44. Постулати Бора. Виведення формул для радіуса, швидкості та енергії.
45. Корпускулярно-хвильовий дуалізм. Принцип невизначеності. Рівняння Шредингера та методи його розв'язку.
46. Хвильова функція. Її властивості.
47. Квантові числа і їх зміст при описі стану електрона в атомі.
48. Багатоелектронні атоми. Наближені методи опису їх моделі. Порядок заповнення енергетичних рівнів багатоелектронних атомів.
49. Будова багатоелектронних атомів. Послідовність заповнення атомних орбіталей електронами. Провал електрона.
50. Атомне ядро. Ізотопи, ізобари, ізотони. Ядерні реакції. Радіоактивність. Закон радіоактивного розпаду.
51. Основні характеристики хімічного зв'язку.
52. Метод валентних зв'язків. Схеми перекривання орбіталей.
53. Типи ковалентного зв'язку. Донорно-акцепторний зв'язок.
54. Метод молекулярних орбіталей. Енергетичні діаграми молекул елементів другого періоду.
55. Металічний зв'язок. Ширина забороненої зони.
56. Водневий зв'язок та міжмолекулярна взаємодія.
57. Іонний зв'язок. Енергія іонного зв'язку.
58. Класифікація неорганічних сполук за різними ознаками. Бінарні сполуки. Їх номенклатура.
59. Гідроксиди, солі. Їх класифікація та номенклатура.

60. Урівняти рівняння: $S + Ba(OH)_2 \rightarrow BaS + BaSO_3 + H_2O$.
61. Урівняти рівняння: $Na_2Te + H_2SO_4 \rightarrow TeO_2 + SO_2 + Na_2SO_4 + H_2O$.
62. Урівняти рівняння: $Na_2S_5 + Cl_2 + H_2O \rightarrow NaHSO_4 + HCl + H_2SO_4$.
63. Урівняти рівняння: $Na_2S_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow S + Na_2SO_4 + K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O$.
64. Урівняти рівняння: $Zn + H_2S_2O_7 \rightarrow H_2S + ZnSO_4 + H_2O$.
65. Урівняти рівняння: $K_2SO_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O$.
66. Урівняти рівняння: $As + NaClO + H_2O \rightarrow H_3AsO_4 + NaCl$.
67. Урівняти рівняння: $PH_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow H_3PO_3 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$.
68. Урівняти рівняння: $AsH_3 + Br_2 + KOH \rightarrow K_3AsO_4 + KBr + H_2O$.
69. Урівняти рівняння: $NH_2OH + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow N_2 + K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O$.
70. Урівняти рівняння: $KNO_2 + Zn + KOH + H_2O \rightarrow NH_3 + K_2[Zn(OH)_4]$.
71. Урівняти рівняння: $As_2S_3 + HNO_3 \rightarrow NO_2 + H_3AsO_4 + SO_2 + H_2O$.
72. Урівняти рівняння: $H_2O_2 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + O_2 + H_2O + K_2SO_4$.
73. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $SnS + HNO_3(\text{конц.}) \rightarrow NO_2 + H_2SnO_3 + SO_2 + \dots$
74. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $NaNO_2 + Cl_2 + NaOH \rightarrow NaNO_3 + NaCl + \dots$
75. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $BiCl_3 + K_2SnO_2 + KOH \rightarrow Bi + K_2SnO_3 + \dots$
76. Урівняти рівняння реакції: $FeS_2 + O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + SO_2$.
77. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $HClO_3 + Fe \rightarrow Fe(ClO_3)_3 + FeCl_3 + \dots$
78. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $CuCl + K_2Cr_2O_7 + HCl \rightarrow CrCl_3 + CuCl_2 + KCl$
79. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $ClO_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow Ca(ClO_2)_2 + Ca(ClO_3)_2 + \dots$
80. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $KClO_3 + H_2C_2O_4 \rightarrow ClO_2 + K_2CO_3 + CO_2 + \dots$
81. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $PbO_2 + I_2 + H_2SO_4 \rightarrow HIO_3 + PbSO_4 + \dots$
82. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $AsH_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow H_3AsO_4 + MnSO_4$
83. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $K_2Cr_2O_7 + SnCl_2 + HCl \rightarrow H_2[SnCl_6] + CrCl_3 + \dots$
84. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $FeSO_4 + HIO_3 + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + Fe_2(SO_4)_3 + \dots$
85. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $Cl_2 + FeCl_3 + NaOH \rightarrow Na_2FeO_4 + NaCl + \dots$
86. Урівняти рівняння реакції: $P + KOH + H_2O \rightarrow KH_2PO_3 + PH_3$.
87. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $Cl_2 + I_2 + Ba(OH)_2 \rightarrow BaCl_2 + Ba(IO_3)_2 + \dots$
88. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $Fe_3O_4 + HNO_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3 + NO_2 + \dots$
89. Закінчіть і урівняйте рівняння реакції: $Cu_2S + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + H_2SO_4 + NO + \dots$
90. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу $Cd(NO_3)_2$. Вирахувати pH 0,1M розчину цієї солі.
91. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу Na_2CO_3 . Вирахувати pH 0,1M розчину цієї солі.
92. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу $Al(NO_3)_3$. Вирахувати pH 0,1M розчину цієї солі.
93. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу Na_3PO_4 . Вирахувати pH 0,1M розчину цієї солі.
94. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу $Al_2(SO_4)_3$. Вирахувати pH 0,1M розчину цієї солі.
95. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу $Al(NO_3)_3$. Вирахувати pH 0,1M розчину цієї солі.
96. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу $Ca(CN)_2$. Вирахувати pH 0,1M розчину цієї солі.
97. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу $AlCl_3$. Вирахувати pH 0,01M розчину цієї солі.
98. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу K_3PO_4 . Вирахувати pH 0,1M розчину цієї солі.
99. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу $CuSO_4$. Вирахувати pH 0,1M розчину цієї солі.
100. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу $CuCl_2$. Вирахувати pH 0,1M розчину цієї солі.

101. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу NH_4NO_3 . Вирахувати pH 0,1M розчину цієї солі.
102. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. Вирахувати pH 0,1M розчину цієї солі.
103. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. Вирахувати pH 0,1M розчину цієї солі.
104. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу $\text{CH}_3\text{COONH}_4$. Вирахувати pH 0,01M розчину цієї солі.
105. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу CH_3COOK . Вирахувати pH 0,01M розчину цієї солі.
106. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$. Вирахувати pH 0,01M розчину цієї солі.
107. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу K_2CO_3 . Вирахувати pH 0,01M розчину цієї солі.
108. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу Na_2CO_3 . Вирахувати pH 0,01M розчину цієї солі.
109. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу K_2S . Вирахувати pH 0,01M розчину цієї солі.
110. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу Na_2S . Вирахувати pH 0,01M розчину цієї солі.
111. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу K_2SO_3 . Вирахувати pH 0,01M розчину цієї солі.
112. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу Na_2SO_3 . Вирахувати pH 0,01M розчину цієї солі.
113. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу K_2SiO_3 . Вирахувати pH 0,01M розчину цієї солі.
114. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу Na_2SiO_3 . Вирахувати pH 0,01M розчину цієї солі.
115. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу NH_4NO_2 . Вирахувати pH 0,01M розчину цієї солі.
116. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$. Вирахувати pH 0,01M розчину цієї солі.
117. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу KNO_2 . Вирахувати pH 0,01M розчину цієї солі.
118. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу NaNO_2 . Вирахувати pH 0,01M розчину цієї солі.
119. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$. Вирахувати pH 0,1M розчину цієї солі.
120. Об'ємний склад реакційної суміші в момент рівноваги для реакції $2\text{CO}_2 \leftrightarrow 2\text{CO} + \text{O}_2$ такий: 88,72% CO_2 ; 7,52% CO ; 3,76% O_2 . Знайдіть K_p і K_c для цієї реакції, якщо загальний тиск у системі при 273 K становив 1 атм.
121. При підвищенні температури на 30°C швидкість реакції збільшилась в 9 разів. Знайти температурний коефіцієнт швидкості та енергію активації цієї реакції при 300 K.
122. Константа швидкості деякої реакції при 20°C рівна $3 \cdot 10^{-2}$, а при 50°C – $4 \cdot 10^{-1}$ (ум.од.). Знайти енергію активації реакції.
123. Сіль Мора містить 14,23% Fe^{2+} , 9,20% NH_4^+ , 49,00% SO_4^{2-} , 27,57% H_2O . Запишіть формулу цієї подвійної солі. Визначіть температуру замерзання 0,01M розчину, якщо $\alpha = 90\%$.
124. У посудині об'ємом 8,5 л встановилась рівновага: $\text{CO}(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{COCl}_2(\text{г})$. Склад рівноважної суміші: 11 г CO , 38 г Cl_2 та 42 г COCl_2 . Знайти константу рівноваги та вихідні концентрації хлору і чадного газу.

125. Чи буде випадати осад при додаванні до 20 мл 0,5%-ного розчину цинк хлориду (густина 1,01) 18 мл 0,1 н. розчину аміаку?
126. Е.р.с. срібно-цинкового гальванічного елемента при 298 К рівна 1,56 В. Як співвідносяться між собою активні концентрації аргентуму та цинку?
127. У закритій посудині об'ємом 10 л при 10°C містяться кисень масою 2 г і метан масою 1,6 г. Знайти парціальні тиски газів, загальний тиск у посудині та об'ємні частки газів (у %) після вибуху та приведення системи до початкових умов.
128. При розчиненні 11,5 г суміші алюмінію, міді і магнію в хлоридній кислоті виділилось 7 л газу, виміряного при 0°C та $0,81 \cdot 10^5$ Па. Нерозчинний залишок переведено в розчин концентрованою нітратною кислотою. При цьому виділилось 4,48 л газу (н.у.). Знайти склад вихідної суміші (в грамах та мас.%).
129. Суміш водню з хлором в об'ємному співвідношенні 3:2 помістили в закриту скляну посудину і сильно освітили. Як зміниться тиск в посудині, якщо відомо, що прореагувало 50% хлору?
130. В 60 г бензену C_6H_6 розчинено 2,09 г деякої речовини, елементарний склад якої: С – 50,69, Н – 4,23 і О – 45,08. Розчин кристалізується при 4,25°C. Кріоскопічна константа бензену $K=5,1$ град·кг/моль. Чистий бензен кристалізується при 5,5°C. Визначити молярну масу та формулу речовини.
131. Рівні маси камфори $C_{10}H_{16}O$ і нафталіну $C_{10}H_8$ розчинені в однакових кількостях бензену C_6H_6 . Який з розчинів кипить при вищій температурі? Відповідь підтвердити розрахунками.
132. Водно-спиртовий розчин, який містить 15 мас.% спирту і має густину 0,97 г/мл, замерзає при -10,26°C. Знайдіть молекулярну масу спирту та осмотичний тиск цього розчину при 293 К.
133. Вирахувати зміну ентропії в ході хімічної реакції горіння сірководню у стандартних умовах, використовуючи табличні дані. Чи можливе самовільне протікання цієї реакції при 20°C та при 1000°C?
134. Чи буде випадати осад при змішуванні 100 мл 0,02 М розчину плюмбум нітрату з 200 мл 0,2 н. розчину хлоридної кислоти?
135. Яка речовина буде випадати в осад при додаванні до розчину, що містить в 1 л 0,01 моль натрій сульфату і 0,01 моль натрій карбонату, рівного об'єму 0,001 М розчину кальцій хлориду?
136. Скільки грамів сульфур триоксиду треба розчинити в 400 г води, щоб отримати 15%-ний розчин сульфатної кислоти?
137. Температура замерзання розчину 2,93 г кухонної солі в 50 г води рівна -3,35°C. Знайти ступінь дисоціації солі.
138. Яка концентрація розчину аргентум нітрату (в мас. частках та в моль/л), якщо для виділення всього срібла з 100 мл цього розчину (густ. 1,04) потрібно пропускати струм силою 1 А протягом 30 хвилин?
139. При взаємодії 3,6 г ферум (II) оксиду з карбон (II) оксидом виділяється 0,75 кДж теплоти, а при згорянні 2,8 г карбон (II) оксиду – 28,29 кДж теплоти. Знайти ентальпію утворення твердого ферум (II) оксиду.
140. Колба заповнена сухим амоняком при 17°C і тиску $1,01 \cdot 10^5$ Па. Ця колба опускається у воду при тих самих умовах, і вода, по мірі розчинення амоняку, заповнює її. Знайти масову частку амоній гідроксиду в отриманому розчині.
141. У замкнутій посудині при 120°C і тиску 600 кПа перебуває суміш 3-х об'ємів кисню та 1-го об'єму метану. Яким буде тиск в посудині, якщо суміш підпалити, а після закінчення реакції привести до початкової температури?
142. В оксиді металу міститься 7,39% кисню. Питома теплоємність металу 0,13 Дж/К·г. Знайти еквівалентну та атомну маси металу.
143. Щоб посріблити мідну пластинку, її опустили в розчин аргентум нітрату масою 250 г і концентрацією 20%. Коли пластинку вийняли, виявилось, що маса аргентум

нітрату зменшилась на 20%. Знайти кінцеву масу пластинки, концентрацію купрум (II) нітрату після реакції, якщо початкова маса пластинки дорівнювала 6 г.

144. При температурі 30°C розчинність безводного натрій карбонату становить 29 г., а при 0°C – 6,75 г на 100 г розчину. Скільки грамів кристалічної соди ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) виділиться при охолодженні 500 г насиченого розчину від 30 до 0°C?

145. Визначити масу барій хлориду дигідрату, яку потрібно розчинити в 400 г розчину барій хлориду з масовою часткою солі 0,2, щоб одержати розчин солі з масовою часткою речовини 0,4.

146. У якому масовому співвідношенні потрібно змішати мідний купорос та воду, щоб одержати розчин купрум (II) сульфату з масовою часткою солі 0,2?

147. При 20°C осмотичний тиск розчину, в 100 мл якого міститься 6,33 г гематину, становить 243,4 кПа. Визначити молекулярну масу та формулу гематину, якщо його елементарний склад становить (мас. %): С – 64,6, Н – 5,2, N – 8,8, О – 12,6 і Fe – 8,8.

148. У розчин хлориду двовалентного металу, що містить 13,5 г солі, помістили залізну пластинку масою 10 г. Після повного витіснення двовалентного металу із розчину маса пластинки становила 10,8 г. Хлорид якого металу містився у розчині?

149. Скільки мілілітрів 0,1 н розчину калій дихромату можна відновити в сульфатнокислому розчині за допомогою 2 л гідроген сульфід, взятого за н.у.

VI. Рекомендована література та інтернет-ресурси

Основна:

1. Телегус В. С. Основи загальної хімії / В. С. Телегус, О. І. Бодак, О. С. Заречнюк, В. В. Кінджибало. – Л.: Світ, 2000. – 424 с.
2. Н.В. Романова. Загальна та неорганічна хімія. К.; Ірпінь: ВТФ «Перун», 2002. – 480 с.
3. Смітюх О. В., Марчук О. В., Піскач Л. В. Хімія: методичні розробки лабораторних занять для здобувачів освіти першого курсу хімічних та нехімічних спеціальностей. Луцьк: ПП Іванюк В.П., 2024. 148 с.
4. Г.А. Корчинський. Хімія. Вид-во «Поділля-2000», 2002. – 340 с.
5. Неділько С. А. Загальна й неорганічна хімія. Задачі та вправи / С. А. Неділько, П. П. Попель. – К.: Либідь, 2001. – 400 с.
6. Степаненко О. М. Загальна та неорганічна хімія. Том I, том II / О. М. Степаненко, Л. Г. Рейтер. – Київ: Педагогічна преса, 2002. – 765 с.

Додаткова

7. Кириченко В. І. Загальна хімія: Навч. посібн. / В. І. Кириченко. – К.: Вища шк., 2005. – 639 с.
8. <https://www.youtube.com/watch?v=1xSQLwWGT8M&list=PL405CA74A7E5361AD>
9. <https://www.youtube.com/watch?v=nTNlwiC10X0&list=PL6xL5qhPyXmcagCH-QQ-A29HoPc1Wixxv>